

## pH-Berechnung

### pH-Wert einer starken Säure

Starke Säuren wie HCl dissoziieren in Wasser vollständig, zu 100 Prozent. Daher sind im Gleichgewichtszustand keine Säure-Moleküle HA mehr vorhanden. Jedes Säure-Molekül hat ein Proton abgegeben, und daher ist  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  im Gleichgewicht genau so groß wie die Anfangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  der Säure. Für den pH-Wert gilt daher:

$$\text{pH} = -\log_{10}(c_0(\text{HA}))$$

*Wie groß ist der pH-Wert einer 0,05-molaren Salzsäure?*

Mit  $\log_{10}(0,05) = -1,30$  erhalten wir den pH-Wert 1,30.

### pH-Wert einer schwachen Säure

*Schwefelwasserstoff  $\text{H}_2\text{S}$  hat einen  $\text{pK}_\text{S}$ -Wert von 6,92. Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren  $\text{H}_2\text{S}$ -Lösung?*

Zunächst stellen wir die Protolyse-Gleichung auf, wenden das Massenwirkungsgesetz an und erhalten dann die Gleichung für den  $K_\text{S}$ -Wert:

$$K_\text{S} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Eine schwache Säure dissoziiert so gut wie nicht, daher können wir für die **Gleichgewichtskonzentration**  $c(\text{HA})$  die **Anfangskonzentration**  $c_0(\text{HA})$  einsetzen, die sich nur minimal verringert hat:

$$K_\text{S} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})}$$

Dann holen wir  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  auf die linke Seite:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c_0(\text{HA})$$

und ziehen die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c_0(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-6,92} * 10^{-2}}$$

Vereinfachung zu:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-8,92}}$$

Das ergibt dann

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4,46}$$

Der pH-Wert der  $\text{H}_2\text{S}$ -Lösung beträgt also 4,46.

### pH-Wert einer mittelstarken Säure

Bei mittelstarken Säuren dissoziieren zwar auch nur wenige Moleküle, aber der Anteil ist doch deutlich größer als bei schwachen Säuren. Die Vereinfachung  $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$  gilt hier nicht mehr. Statt dessen gilt:

$$c(\text{HA}) = c_0\text{HA} - c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Ein Teil der Säure-Moleküle ist dissoziiert, an anderer Teil aber nicht. Um die Gleichgewichtskonzentration  $c(\text{HA})$  der Säure zu erhalten, müssen wir also den dissoziierten Anteil von der Ausgangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  abziehen. Der dissoziierte Anteil entspricht genau der Konzentration der Oxonium-Ionen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  im Gleichgewicht.

Der  $K_S$ -Wert einer mittelstarken Säure wie Essigsäure berechnet sich dann wie folgt:

$$K_s = \frac{c(H_3O^+)^2}{c_0(HA) - c(H_3O^+)}$$

Zur Berechnung des pH-Wertes muss man die Gleichung nach  $c(H_3O^+)$  umstellen. Das führt dann zu einer quadratischen Gleichung. Die Mathe-Experten unter Ihnen können sich ja mal daran versuchen, aber für Chemie-Klausuren oder für das Chemie-Abitur können Sie mittelstarke Säuren wie schwache Säuren behandeln

$$c(H_3O^+) = \sqrt{K_S * c_0(HA)}$$



### Für Experten:

---

Auf meiner Homepage habe ich mal nachgerechnet, ob die Verwendung der quadratischen Gleichung bei der Berechnung des pH-Wertes überhaupt einen großen Unterschied macht. Hier der Link:

<http://www.u-helmich.de/che/Q1/inhaltsfeld-2-sb/7-pH-Berechnung/seite-2-7-D.html>

#### pH-Wert Essigsäure, $c = 0,5 \text{ mol/l}$ :

- nach der einfachen Formel: 2,531
- nach der komplexen Formel: 2,530

Das ernüchternde Ergebnis: Die beiden berechneten pH-Werte sind identisch, zumindest wenn man nur die ersten zwei Nachkommastellen berücksichtigt. Für die Praxis (und das Abitur) ist die einfache Formel für schwache Säuren also völlig ausreichend.

Den selben Vergleich habe ich dann für die Oxalsäure durchgeführt. Hier stimmen die beiden pH-Werte bis auf die erste Nachkommastelle überein:

#### pH-Wert Oxalsäure, $c = 1 \text{ mol/l}$ :

- nach der einfachen Formel: 0,615
- nach der komplexen Formel: 0,660